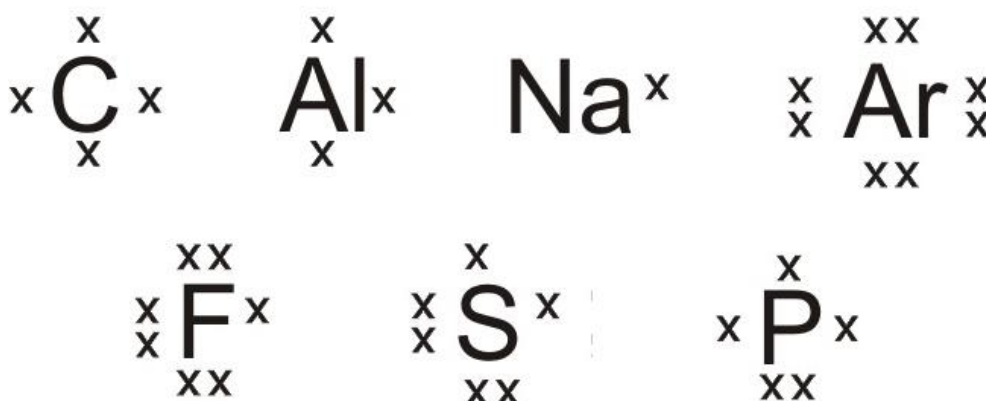


## Uniones químicas

### Definición de unión química

Una unión química se da cuando dos átomos (o más) tienen la suficiente fuerza de atracción como para unirse y formar un nuevo compuesto: un enlace químico. Para formar estos enlaces, se utilizan los electrones de las últimas órbitas y lo que siempre se busca es alcanzar la combinación más estable, es decir, que la fórmula sea isoelectrónica con un gas noble (lo que se le conoce como regla del octeto).

Gilbert Lewis propuso una manera de retratar y graficar a los elementos y a las uniones, utilizando el nombre del átomo, y utilizando cruces para representar los electrones de valencia (los usados en los enlaces).



### Tipos de enlaces

Dentro de la definición de enlace, podemos agregar los tipos que existen. Estos son los enlaces iónicos, covalentes y los metálicos.

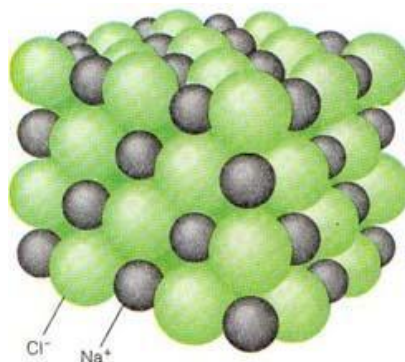
Los átomos de elementos con diferencias de electronegatividad mayores o iguales a 2 forman enlaces iónicos. Esta diferencia de electronegatividad se aplica a la mayoría de los compuestos iónicos, pero existen excepciones. Si tenemos en cuenta el porcentaje de carácter iónico se considera que para una diferencia de electronegatividad de 1,7 el porcentaje de carácter iónico es del 50%. En los enlaces iónicos participan un metal y uno o más no metales.

Los átomos de elementos no metálicos cuyas diferencias de electronegatividades son menores a 2 forman enlaces covalentes.

### Enlaces iónicos

Este enlace consiste en uniones entre aniones y cationes. Lo normal es que un metal y un no metal se unan, ya que son los que más probabilidades tienen de generar un ion.

A la relación mínima de iones que se repite en un cristal, se le llama unidad fórmula. Por ejemplo, la unidad fórmula de la sal se vería así:



Los enlaces de este tipo no forman moléculas.

### **Enlaces covalentes**

En este caso, las uniones covalentes si forman moléculas, y además, casi siempre terminan siendo isoeléctricos con el gas noble más cercano. Dentro de estos enlaces existen tres tipos:

Los enlaces covalentes simples, que consisten en la unión en base a un par de electrones.

Los enlaces covalentes múltiples, en cambio, utilizan dos o tres pares de electrones en la unión (llamándose doble o triple, respectivamente).

Los enlaces covalentes coordinados (o dativos) se caracterizan porque solo uno de los átomos funciona como “*compartidor*” de electrones.

En estas uniones se utiliza la estructura de Lewis, con un guión para los electrones compartidos, y una flecha en el caso de los enlaces coordinados.

### **Unión metálica**

En el caso de las uniones químicas, los últimos electrones no están relacionados con un átomo en particular; en cambio, se mueven por el espacio manteniendo un orbital “universal” entre todos los átomos del compuesto.

### **Excepciones a la regla del octeto**

No todos los átomos de todas las uniones químicas cumplen con la regla del octeto, y existen distintos motivos, tales como:

Cuando no se alcanza el octeto, es decir, uno de los átomos involucrados posee menos de 8 electrones en su última órbita. Por ejemplo,  $\text{BF}_3$ .

Cuando el octeto se supera, es decir, uno de los átomos involucrados posee más de 8 electrones en su última órbita. Por ejemplo,  $\text{SF}_4$ .

Cuando se posee un número impar de electrones. Como por ejemplo,  $\text{NO}_2$ .

### **Polaridad del enlace**

Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares. Basándonos en la electronegatividad podemos comprobar si un enlace es o no polar.





### Tipos de sustancia

Las sustancias formadas por enlaces químicos se dividen en tipos basándose en el tipo de partículas que participan en dicha unión.

Sustancia	Partículas involucradas
Iónica	Cationes y aniones
Metálica	Cationes y electrones externos
Molecular	Moléculas
Covalente	Átomos

### Formuleo y nomenclatura

#### Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Se pueden separar los compuestos basándose en diferentes parámetros. Por ejemplo, por el número de elementos, siendo estos grupos los compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.

La división más usada es la siguiente: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases.

#### Compuestos iónicos

Estos compuestos consisten en uniones entre aniones y cationes, y se dividen según la cantidad de números de oxidación.

- Si se posee un solo número de oxidación, se le llama y se grafica cómo cualquier ion. Por ejemplo,  $K^+$  (ion potasio).
- Si, en cambio, se posee dos o más números de oxidación, se utiliza:
  - La nomenclatura moderna, indicando el nombre y el número de oxidación que se posea entre paréntesis (a esto se le conoce cómo número de Stock). Por ejemplo,  $Cu^{2+}$  (ion Cobre (II))
  - La nomenclatura tradicional, con la que indicamos si el número de oxidación es el mayor o el menor, utilizando la terminación ico u oso, respectivamente. Por ejemplo,  $Cu^{2+}$  (ion cúprico) o  $Cu^+$  (ion cuproso).

Gran parte de estos compuestos poseen un metal y un no metal, por lo que en general se escribe (en símbolos) primero el menos electronegativo. A la hora de escribirlo con palabras, se usa la siguiente estructura:

No metal *uro* de Metal

Por ejemplo, NaCl (cloruro de sodio, o sal para los amigos).

Recuerden que la suma de ambos números de oxidación debe ser igual a 0, siempre.

Cuando un metal se junta con un Hidrógeno (el cual posee número de oxidación -1), se le llama con el sufijo *uro* (hidruro). Por ejemplo, NaH (hidruro de sodio).

En cambio, cuando se junta un metal con oxígeno (número de oxidación -2), se lo llama *óxido*. Por ejemplo, FeO (óxido de hierro).

Los compuestos iónicos con tres elementos involucrados, se le llaman *oxosales*, pero se van a explicar más adelante.

### **Compuestos moleculares**

Estos compuestos son la unión entre, generalmente, no metales. Su nomenclatura es bastante parecida a la de los compuestos antes explicados.

Por ejemplo, al juntarse un no metal con un hidrógeno (oxidación, -1), se lo llama *no metal uro de hidrógeno*. Por ejemplo, HCl, cloruro de hidrógeno.

Si el compuesto, además, se encuentra disuelto en agua se lo conoce como un ácido (los cuales vamos a explicar más adelante), el nombre siendo *ácido no metal hídrico*, aunque hay excepciones (como el agua, H<sub>2</sub>O). Por ejemplo, HCl, ácido clorhídrico.

Existen diferentes tipos de compuestos moleculares binarios, y estos se suelen identificar por la cantidad y los nombres de los átomos utilizados en el compuesto. Utilizando prefijos griegos de cantidad di, tri, tetra, etc (obviando el mono, para la cantidad 1). Por ejemplo, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, trióxido de dinitrógeno.

## **Ácidos y bases**

### **Nomenclatura de ácidos**

Un ácido es un compuesto que, al disolverse en agua, comienza a ceder iones de hidrógeno (H<sup>+</sup>). Existen las ya mencionadas uniones entre no metal e hidrógeno, que al disolverse en agua son ácidos.

También existen los formados por no metales, hidrógeno y oxígeno, que se llaman *oxoácidos*. A la hora de nombrarlos, hay que tener dos cosas en cuenta:

- Si el metal posee un solo número de oxidación, sigue la estructura:  
*ácido no metal + ico*
- Si el metal, en cambio, posee más de un número de oxidación, la estructura es:

*ácido no metal + oso / iso*

Los elementos del grupo 17 poseen más de un número de oxidación, por lo que se establecen distintos prefijos y sufijos para cada caso:

- +1: hipo + no metal + oso
- +3: no metal + oso
- +5: no metal + ico
- +7: per + no metal + ico

Siguiendo estas reglas, un modelo a seguir para la nomenclatura de los ácidos podría ser:



- X es el no metal distinto de Hidrógeno y Oxígeno.
- B es la cantidad de Oxígeno que se posea, y se puede calcular en base a que siempre es el número más pequeño que, multiplicado por 2, supera el número de oxidación del no metal.
- A, por último, es la cantidad de Hidrógenos que se posea, y se puede calcular de la siguiente manera:  $A = 2 \cdot y - n^\circ \text{ de oxidación del no metal}$ .

**Importante:** En las fórmulas no deben estar los números de oxidación.

### Nomenclatura de bases

Las bases son uniones entre metales y iones hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). Para nombrarlos, se tienen que cumplir ciertas características, y seguir determinadas estructuras según el caso, casos tales como:

- Si el metal posee un número de oxidación, la estructura es:  
*hidróxido de metal*
- Si el metal posee más de un número de oxidación, la estructura es *hidrógeno*, y el metal puede poseer el número de Stock o la terminación ico u oso, cómo corresponda.

Por ejemplo,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  se le conoce como hidróxido férrico.

## Oxosales

### Las oxosales

Son compuestos que están constituidos por metales, no metales y oxígeno. También existe la oxosal compuesta por metal, metal y oxígeno, pero no es tan común.

A la hora de nombrarlos estos cumplen normas ya antes vistas, pero con unas alteraciones:

- En el caso de los cationes, las consideraciones son las mismas que para los metales en los compuestos iónicos.
- En el caso de los aniones, las consideraciones son las mismas que para los no metales en los oxoácidos, pero intercambiando los osos e ico por ito y ato, respectivamente.

Por ejemplo,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  se llama carbonato de sodio.

Básicamente, la estructura podría ser la siguiente:



- Donde X son los metales y no metales.
- A es el número más pequeño que, al multiplicarlo por dos, supera al número de oxidación del resto de elementos.
- B se obtiene resolviendo:  $(-2) \cdot A + n^\circ \text{ de oxidación del no metal}$ .

### **Otras sales**

Existen dos tipos de sales más, pero son muy poco frecuentes. Las sales que poseen hidrógeno en su estructura, se los identifica de la siguiente manera:

*prefijo de cantidad + hidrógeno + no metal + sufijo de oxidación + de metal*

Por ejemplo, NaHS se llama hidrogenosulfuro de sodio.

Existen también, aparte de estas sales, las sales de amonio, las cuales consisten en un metal unido a  $\text{NH}_4^+$ . Su estructura de nomenclatura es:

*prefijo de cantidad + metal + sufijo de oxidación + de amonio*

Por ejemplo,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  se llama cloruro de amonio.

## Geometría de los elementos

### Las distintas geometrías

Existen varias geometrías en el mundo de la química. Esto hace referencia a la disposición tridimensional que forman las moléculas (geometría molecular) o los iones poliatómicos (geometría iónica o de iones). También existe la geometría electrónica, que hace referencia a la disposición de los electrones (compartidos y libres) en un compuesto. Se dice que los electrones siempre van a ubicarse donde haya menos repulsión entre ellos. La geometría de este tipo, se puede diferenciar fácilmente, teniendo en cuenta que:

- Si hay dos pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es lineal.
- Si hay tres pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es plana triangular.
- Si hay cuatro pares de electrones alrededor del átomo central, la geometría electrónica es tetraédrica.

La teoría de repulsión de los electrones de valencia nos permite, también, enterarnos de la geometría electrónica de las moléculas y los iones poliatómicos. Sus reglas son:

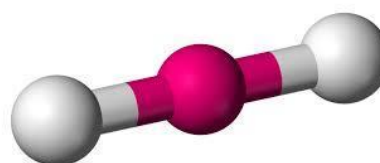
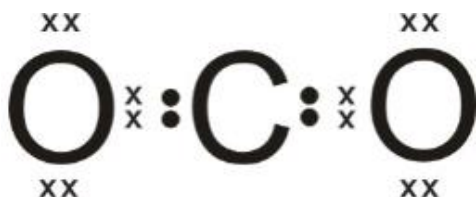
- Los pares de electrones libres se repelen con mayor intensidad que los compartidos.
- Los enlaces dativos, dobles o triples se consideran equivalentes a los simples.

Conocer las distintas geometrías y las fuerzas de atracción que actúan en un compuesto nos es de ayuda para saber distintos datos sobre el mismo, cómo algunas propiedades físicas, la polaridad o su estado de agregación a determinada temperatura.

### Geometría molecular

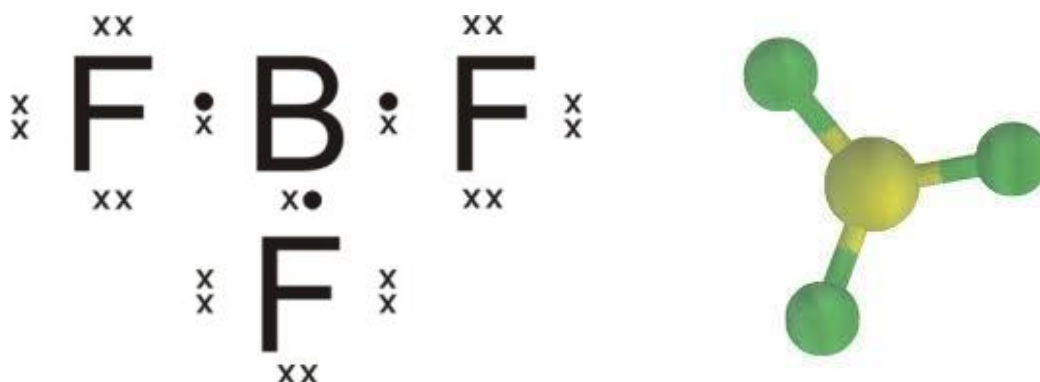
Para identificar la geometría molecular de un compuesto es necesario saber la disposición de los electrones, tanto los libres como los compartidos, como dijimos antes. Vamos a ver ambos casos, cuando los compuestos tienen electrones libres y cuando no.

Cuando no poseen pares de electrones sin compartir, la estructura del compuesto es igual a la geometría electrónica. Por ejemplo, el  $\text{CO}_2$ .



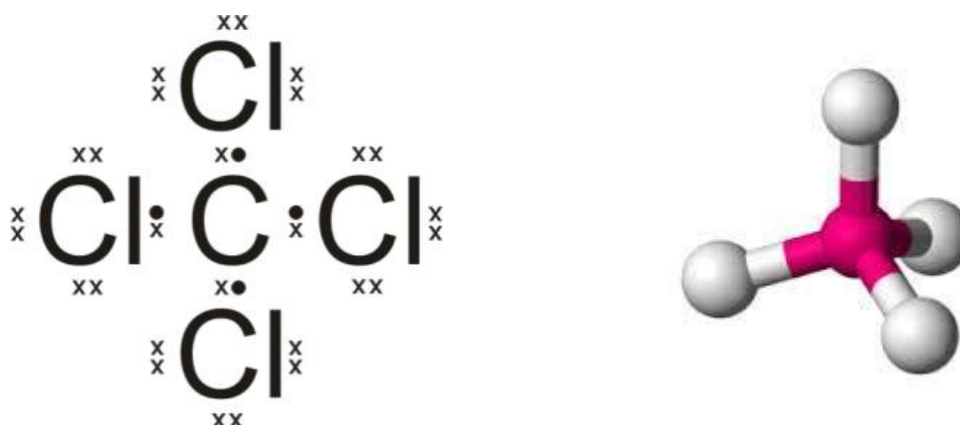


Tanto la estructura de Lewis cómo su modelo tridimensional poseen una estructura lineal. Esto es así, porque las nubes de electrones se repelen unas con otras, por eso terminan en los puntos más alejados del átomo central, formando una línea. Esto aplica tanto para 2, cómo 3 o 4 enlaces. Veamos el trifluoruro de cloro cómo ejemplo ( $\text{BF}_3$ ).

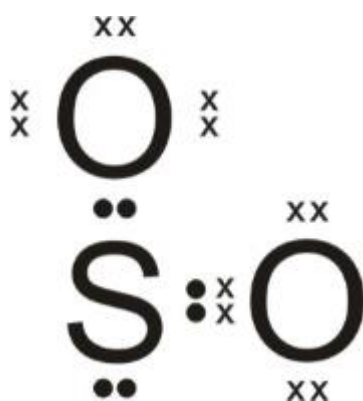


En este caso sucede lo mismo, cómo las nubes electrónicas compartidas con Flúor quieren estar lejos las unas de las otras, terminan estando todas a  $120^\circ$ , teniendo así una estructura plana triangular.

Para el caso de cuatro enlaces ocurre lo mismo, pero los ángulos obtenidos serán de  $109,5^\circ$ , quedandonos una figura bastante peculiar.

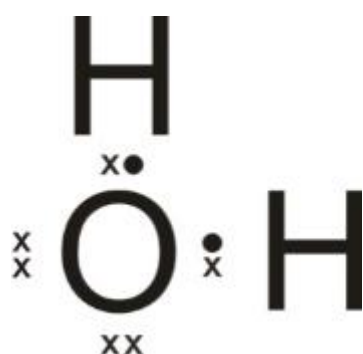


Si se posee una estructura electrónica triangular (tres pares de electrones están alrededor del átomo central) pero, además, se tiene uno de los pares de electrones libres, se dice que la estructura molecular es angular. Esto se debe a que la nube electrónica que queda libre, repele a las otras, acercándose un poco más que en la estructura lineal. Veamos el caso del dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ).

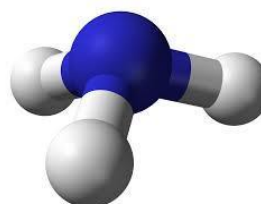


Podemos ver en el ejemplo que se formara una estructura lineal, pero es esa nube sobrante la que repele a las otras dos.

El otro caso existente, es decir, cuando se poseen dos pares de electrones enlazados y dos pares de electrones libres, es igual al angular pero con un ángulo considerablemente más corto. Es decir, una estructura electrónica tetraédrica y una estructura molecular angular. Hay que tener en cuenta que ahora la fuerza de repulsión se duplica en cuanto al caso anterior. El agua es un gran ejemplo de esto.



En el caso de poseer tres enlaces y un par de electrones libres, decimos que tenemos una estructura electrónica tetraédrica, pero una estructura molecular piramidal con base triangular. Esto se debe a que el par de electrones libres estaría alejando a los otros tres enlaces, reduciendo el ángulo de  $109,5^\circ$ . Por ejemplo, el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).

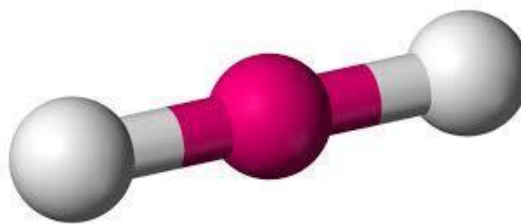
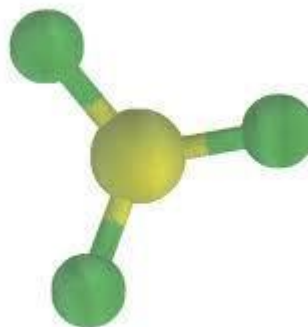
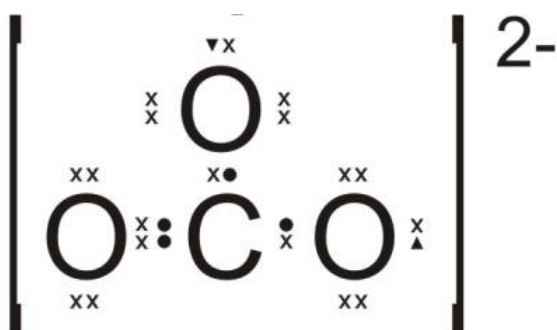


De más está decir que en el caso de poseer cuatro enlaces, es imposible tener un par de electrones libres rodeando al átomo central.

Si se poseen más de dos elementos, por ejemplo HCN, la lógica y el procedimiento serán exactamente los mismos que aplicamos hasta aquí. Verificar los pares de electrones libres, y comprobar que estructura posee. En el ejemplo de HCN, la estructura tanto electrónica como molecular, sería lineal.

### Geometría de iones

Para el caso de los iones, las reglas son exactamente las mismas que en las estructuras moleculares. Se utilizan los mismos términos y las mismas representaciones, por lo que los procedimientos son iguales. Vamos a mostrar dos ejemplos.



### Polaridad de las moléculas

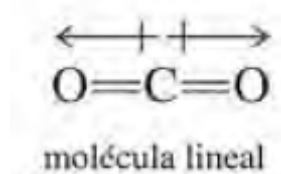
#### La polaridad y cómo calcularla

El momento dipolar ( $\mu$ ) de una partícula hace referencia a la polaridad de un enlace o una molécula. Se puede cuantificar, y su representación es un vector, ya que hace referencia a la diferencia de densidad entre los átomos involucrados en un enlace. Se dice que dos átomos iguales enlazados (por ejemplo,  $\text{H}_2$ ) poseen momento dipolar igual a cero ( $\mu = 0$ ), es decir, que el enlace no es polar. En cambio, los

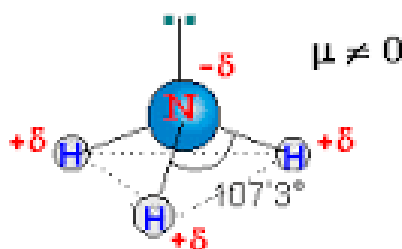
átomos que son distintos (HF o NO, por ejemplo) tienen un momento dipolar distinto a cero ( $\mu \neq 0$ ), es decir, que el enlace si es polar.

Ahora bien, cuando queremos identificar la polaridad de una molécula con tres átomos o más, es necesario saber la polaridad de cada uno de sus enlaces, y la geometría del conjunto. Para averiguar el momento dipolar total ( $\mu_T$ ) se suman momentos dipolares (vectores) de cada enlace en la molécula. Luego comprobamos si es o no igual a cero.

Por ejemplo, el  $\text{CO}_2$  es una molécula no polar, y esto lo sabemos porque posee una estructura lineal y sus vectores suman cero, se cancelan.



En el caso del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) se trata de una molécula polar, ya que sus vectores no se cancelan y el nitrógeno es mucho más electronegativo que el hidrógeno, lo que causa una mayor densidad de electrones cerca de él.



Es importante destacar que los iones carecen de momento dipolar, ya que son átomos o moléculas que ya poseen carga neta por sí mismos (positiva y negativa, en el caso de los cationes y los aniones, respectivamente).

## **Fuerzas de atracción**

### **Las distintas fuerzas**

Existen muchas fuerzas distintas que interactúan en el mundo molecular o incluso más pequeño. Estas fuerzas pueden englobarse en dos grandes grupos: las fuerzas intermoleculares, y las fuerzas intramoleculares. Las fuerzas intermoleculares, son las que permiten las uniones químicas, son las encargadas de que los compuestos permanezcan unidos. Las fuerzas intramoleculares, por otro lado, se encargan de mantener juntos los compuestos químicos, generando la estructura macroscópica que nosotros vemos; la fuerza intramolecular es mucho más fuerte que la fuerza intermolecular, ya que de ser esto falso los compuestos podrían separarse.

Las fuerzas intermoleculares son más débiles en compuestos moleculares que en compuestos iónicos, razón por la que los primeros poseen bajos puntos de fusión y

ebullición. Generalmente los compuestos moleculares no se disuelven fácilmente en agua, y no son buenos conductores de la electricidad (salvo el caso de los ácidos, que se ionizan al disolverse en agua).

Los compuestos iónicos, por otro lado, si son capaces de transmitir la electricidad (aunque solo en estado líquido y gaseoso, o sólido). Generalmente poseen una estructura sólida cristalina, por lo que son duros y quebradizos, y poseen elevados puntos de fusión.

Por lo general, los puntos de fusión y ebullición determinan la intensidad y el tipo de fuerza que une a las moléculas.

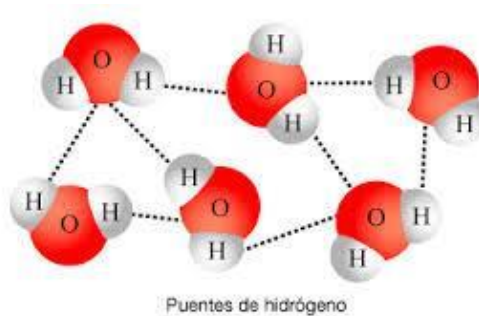
### **Las fuerzas intermoleculares**

Para que las moléculas de un compuesto se mantengan unidas existen las distintas fuerzas intermoleculares, de las cuales vamos a ver tres: la fuerza de London (o fuerzas de dispersión), la fuerza dipolo-dipolo (o dipolo permanente) y el puente de Hidrógeno.

Comenzando por la fuerza más débil, la fuerza de London o de dispersión consiste en el movimiento de nubes electrónicas lejanas al núcleo del átomo. Estas nubes, al estar lejos del núcleo, pueden moverse y afectar a otros átomos o moléculas, generando fuerzas dipolo de corto tiempo. La intensidad de esta fuerza depende de la cantidad de electrones, por lo que se relaciona con la masa molar.

La fuerza dipolo-dipolo (o dipolo permanente) es una fuerza que se da entre moléculas polares, atrayéndose sus cargas opuestas (es decir, donde haya mayor densidad de energía negativa, más se verán atraídos las partes más positivas de las otras moléculas). Esta fuerza se relaciona con el momento dipolar, por lo que a mayor sea el vector de la molécula, más fuerza dipolo-dipolo actúa en ella.

Las fuerzas del puente de hidrógeno, siendo estas las más fuertes, consisten en uniones entre hidrógeno y elementos muy electronegativos, los cuales poseen un par electrónico sin compartir al unirse con él (cómo N, O o F). Este par sin compartir afecta y atrae a las otras moléculas, generando una especie de “macromolécula” entre todas las uniones. Por ejemplo, el agua,  $H_2O$ .



## Magnitudes atómicas y moleculares

### Masa atómica y masa molecular ( $m_a$ y $m_m$ )

Cuando se habla de átomos es importante saber su peso, aunque esto siempre fue tarea difícil para los científicos. Por eso se estableció un “punto de referencia”, y de ahí se puede saber si un átomo pesa más o menos que otro. El cálculo que se utilizó fue la doceava parte de  $^{12}\text{C}$  (que posee 6 protones y 6 neutrones) y se establece cómo la unidad de masa atómica (se simboliza con una  $u$ , y se pronuncia *uma*, o *umas*, en plural).

$$\frac{\text{masa de } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,992 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Es decir, que 1  $u$  es aproximadamente  $1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$ , y por consenso general las masas atómicas se escriben en unidades de  $u$ .

En la tabla periódica los átomos tienen sus pesos atómicos escritos. Para transformar en gramos se utiliza la regla de tres de matemáticas.

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ } u & \rightarrow \text{ equivale a } \rightarrow & 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ X \text{ } u & \rightarrow \text{ equivale a } \rightarrow & Y \text{ g} \end{array}$$

La masa molecular, por otro lado, hace referencia a la suma de los átomos que componen una molécula, tanto en  $u$  cómo en gramos. Por ejemplo, el  $\text{SO}_2$ . Hay que multiplicar el peso de O por dos, y sumarle el peso del azufre, y tendríamos el peso total (o masa molecular) de ese compuesto.

### Mol

En la práctica, saber el peso de un átomo cómo tal no interfiere con los experimentos, por lo que es debido establecer una medida más grande y fácil de trabajar en el laboratorio: el mol. El mol es la cantidad de átomos que hay en una determinada cantidad de peso (12 g). Si se hace la regla de tres con el  $^{12}\text{C}$ , se determina que un mol equivale a  $6,02 \times 10^{23}$ . Es decir que en una masa de 12 gramos hay seiscientos dos mil trillones de átomos.

### Numero de Avogadro ( $N_A$ )

Este número, al que se le conoce cómo constante de Avogadro, es una constante universal que se utiliza en distintos hábitos. El número es  $6,02 \times 10^{23}$ .

1 mol de átomos	<b><math>6,02 \times 10^{23}</math></b>
1 mol de cationes	
1 mol de electrones	

### **Masa molar (M)**

Esto representa la cantidad de masa de un mol. Siempre va a coincidir con la masa atómica cuando se habla de un átomo, y con la masa molecular cuando se hable de una molécula. Su unidad se escribe cómo gr/mol.

### **Volumen molar ( $V_M$ )**

El volumen molar es la cantidad de espacio que ocupa un mol de cualquier sustancia, básicamente. Se representa en  $\text{dm}^3/\text{mol}$ , y puede calcularse con estas relaciones:

$\frac{M \text{ (masa molar)}}{V_M \text{ (volumen molar)}}$	=	$\rho$
$V_M$	=	$\frac{M}{\rho}$

La  $p$  representa la presión aplicada en ese caso particular.

## Soluciones

### Definición y clasificación

La solución (sc) es una mezcla homogénea entre dos o más componentes. Al elemento más abundante se lo llama solvente (sv), y a las sustancias disueltas se las conoce como solutos (st).

Dependiendo de los estados de agregación de los solventes y los solutos, el estado de agregación de la solución cambiará. Podemos visualizarlo en la siguiente tabla:

Estado de agregación de soluto	Estado de agregación de solvente	Estado de agregación de solución	Ejemplo de la mezcla
gas	gas	gas	Nitrógeno en Helio
gas	líquido	líquido	Soda
gas	sólido	sólido	H <sub>2</sub> gaseoso en Platino
líquido	líquido	líquido	Metanol en agua
líquido	sólido	sólido	Mercurio en Plata
sólido	sólido	sólido	Latón (Cu/Z)
sólido	líquido	líquido	KCl en agua

### Proceso microscópico

Microscópicamente hablando, cuando uno disuelve un elemento en otro, lo que está haciendo es ocupar espacio, donde había partículas del solvente, y soluto. Que esa solución sea más rápida o que requiera más o menos fuerza depende de, entre otras cosas, las fuerzas de los siguientes tipos:

- fuerzas solvente-solvente
- fuerzas soluto-solvente
- fuerzas soluto-soluto

El proceso de mezcla de una solución está dividido en tres etapas: primero se separan las partículas del solvente, luego las partículas del soluto, y por último se mezclan.

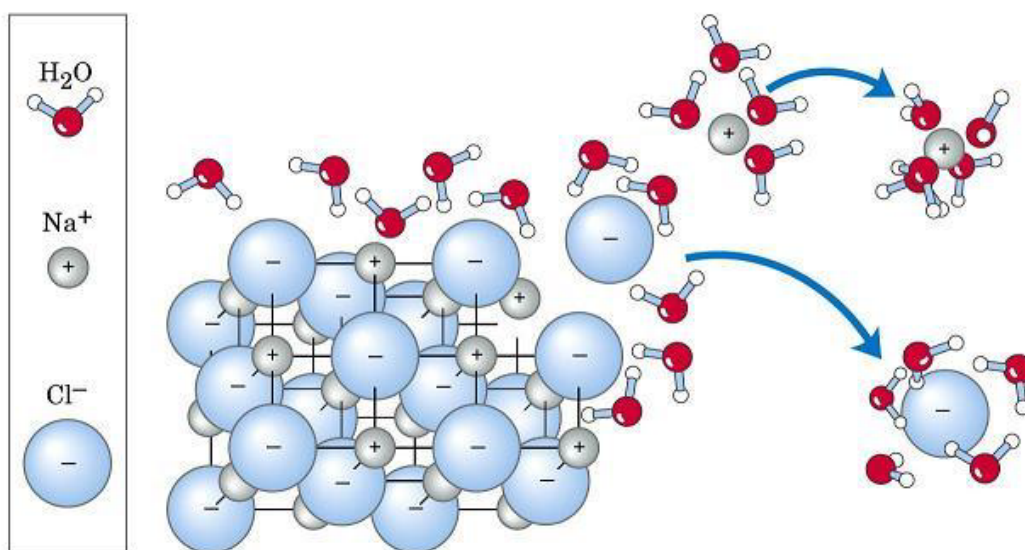
Generalmente, los compuestos no polares no son solubles con compuestos polares, y viceversa. Esto se debe a que las fuerzas que mantienen unido uno de los compuestos es mucho más fuerte que la que mantendrá la mezcla de ambos compuestos. Por este mismo motivo, los compuestos que posean fuerzas o magnitudes de fuerzas parecidas, van a ser solubles entre sí.



Se dice que dos líquidos son miscibles cuando pueden ser diluidos el uno con el otro en cualquier proporción.

En general, los compuestos iónicos son mucho más solubles en compuestos polares, que en compuestos no polares. Esto es provocado porque al mezclarse se producen enlaces ion-dipolo por la estabilización de los iones, debido a la hidratación.

Al proceso en el que los iones o moléculas se rodean de moléculas del solvente, se le llama solvatación, aunque en el caso del agua se le conoce como hidratación. Las fuerzas de atracción que actúan entre los iones y los compuestos no polares son del tipo ion-dipolo inducido, las cuales son mucho más débiles que las ion-dipolo.



### **Solubilidad y clasificación de solutos**

La solubilidad es una medida para determinar qué cantidad de soluto se disolverá en ciertas cantidades de solvente, bajo ciertos parámetros (temperatura, presión, etc) determinados. Generalmente, si se supera cierto límite el soluto dejará de disolverse y se mantendrá separado del solvente.

A las soluciones que alcanzan ese punto máximo de soluto disuelto en determinadas condiciones se les llama soluciones saturadas. A las soluciones que superan ese límite y se siguen diluyendo, se les conoce como soluciones sobresaturadas, y son tan inestables que ante la mínima perturbación suelen formar cristales.

Los solutos que se disuelven en agua, se dividen en dos categorías: los electrolitos y los no electrolitos. Como dice el nombre, los electrolitos son compuestos que al disolverse en agua son conductores de la electricidad, al contrario de los no electrolitos. A su vez, estos conductores de la electricidad se dividen en dos grupos, los electrolitos fuertes y los electrolitos débiles. Los fuertes consisten en los compuestos que en la solución se separan del compuesto en aniones y cationes. Los electrolitos débiles no son tratados en el texto.

### La concentración

La concentración hace referencia a la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de solvente o solución, y puede ser expresada de distintas maneras.

Denominación	Unidad de concentración	Significado
Porcentaje en masa	% m/m	$\frac{\text{gr st}}{100 \text{ g sc}}$
Porcentaje en volumen	% m/V	$\frac{\text{gr st}}{100 \text{ mL sc}}$
Fracción molar soluto	Xst	$\frac{\text{mol st}}{\text{moles totales}}$
Fracción molar solvente	Xsv	$\frac{\text{mol sv}}{\text{moles totales}}$
Molaridad	M	$\frac{\text{mol st}}{\text{dm}^3 \text{ sc}}$
Partes por millón	ppm	$\frac{\text{mg st}}{\text{L sc}}$ $\frac{\text{mg st}}{\text{kg sc}}$
(m = masa, V = volumen, st = soluto, sv = solvente, sc = solución)		

### Densidad

Para pasar de la fórmula m/m a la fórmula m/V, o viceversa, se necesita conocer la densidad de la solución ( $\rho_{sc}$ ). La densidad se define como el resultado de la división entre la masa de la solución por el volumen de la solución.

La materia tiene dos tipos de propiedades: las extensivas y las intensivas. Las extensivas son aquellas características que dependen de la cantidad de materia (cómo el volumen, o la masa). Por otro lado, las propiedades intensivas no dependen de la cantidad de materia, se mantienen constantes (cómo la densidad).

Universalmente, se utiliza el kilogramo por metro cúbico ( $\text{kg/m}^3$ ) como unidad de densidad, pero a la hora de trabajar en química esta resulta ser una medida muy grande. Por eso se utiliza el equivalente en gramos por centímetro cúbico ( $\text{g/cm}^3$ ), o en mililitros ( $\text{g/mL}$ ), para el caso de los líquidos.

$$1,00 \text{ g/cm}^3 = 1,00 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1,00 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

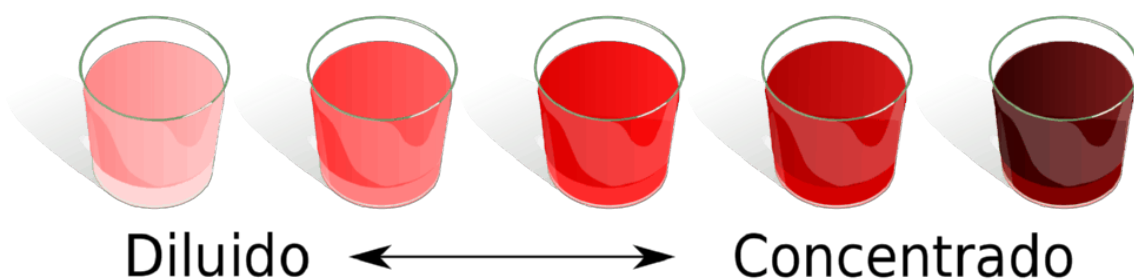
### **Variar la concentración (diluir y concentrar)**

Existen dos maneras de afectar la concentración de un compuesto: la dilución y la concentración.

La dilución consiste en agregar solvente a la solución, provocando que haya mayor volumen que menos moléculas de soluto tendrán que abarcar (es decir, disminuye la concentración). Una manera de expresar esto es una solución diluida al volumen de la solución final.

Por ejemplo, para preparar 10,0 mL de una solución diluida al décimo ( $1/10$ ) se toma 1,0 mL de solución concentrada y se la lleva a 10,0 mL de volumen final con el agregado de solvente.

La concentración, en cambio, consiste en aumentar la concentración de la solución, y esto se puede hacer de dos maneras: agregando soluto a la mezcla, lo que haría que haya en el mismo volumen mayor cantidad de moléculas de soluto; o bien evaporando el solvente, lo que causaría el mismo efecto.



Esto aplica tanto a la hora de preparar soluciones que comienzan en estado sólido, cómo las soluciones que ya están diluidas y se pretende afectar su concentración.

## Gases

### La ecuación del gas ideal

Un gas es un elemento o un compuesto que a temperatura ambiente se encuentra en estado gaseoso. Los gases tienen características básicas según la teoría cinética, que habla del movimiento de las partículas de los gases. Por nombrar algunas:

- Las moléculas o átomos que conforman al gas se encuentran separados, aunque aplicando mayor presión es reducido el volumen, por lo que la distancia entre los componentes se acorta.
- Las partículas se mueven en línea recta hasta colisionar con el recipiente o con otra partícula (en el caso de los gases ideales).
- La velocidad y movimiento de las partículas es proporcional a la temperatura (si una aumenta, la otra también, y viceversa).

Estas reglas aplican a todo los tipos de gases, aunque habíamos visto que hicimos una aclaración en cuanto a los gases ideales. Estos gases no se ven afectados por el movimiento de otras partículas (las partículas se atraen o repelen entre sí, por lo que las partículas de los gases en la realidad no es necesaria la colisión para cambiar la dirección o velocidad de las mismas). Hay que admitir, de todas formas, que estos cambios resultan ínfimos en la mayoría de los casos, por lo que se utilizan las fórmulas y cálculos de un gas ideal aunque se hable de uno real.

Existen unas cuantas características de los gases, las cuales se encuentran todas relacionadas de alguna manera u otra (siendo proporcionales o inversamente proporcionales). Por ejemplo, si la temperatura de un gas se mantiene constante, pero se reduce el volumen, la presión aumenta (en este caso, se dice que el volumen y la presión son inversamente proporcionales, porque cuando se disminuye uno, el otro aumenta). Para poder hacer estos cálculos de manera más eficaz, existe una ecuación que conecta todos los datos existentes en el gas, y para usarla solo es necesario despejar de modo que queden los datos que se busquen averiguar. Esta ecuación es conocida como la ecuación del gas ideal.

Ecuación	Significado de los datos
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$	<p>P = Presión (atm)  V = Volumen (dm<sup>3</sup> o litros)  n = Cant. de gas (moles)  R = Constante (0,082 dm<sup>3</sup>.atm/K.mol)  T = Temperatura (kelvin)</p>

R es una constante que aparece tras calcular los datos de temperatura y presión estándar (TPE). Para el caso, en las condiciones de 0° (273,15 K) y 1 atmósfera de presión, 1 mol de gas ideal ocupa 22,4 L (1 dm<sup>3</sup>). De cómo que:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

Para calcular  $n$  podemos dividir la masa por la masa molar, lo cual siempre fue de este modo. Lo interesante en esta igualdad, es que nos es útil para averiguar la presión de un gas. La presión, tras despejar la ecuación del gas ideal terminamos con algo parecido a lo siguiente:

$$P = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Una vez obtenidas estas cuentas, podemos reordenar los datos para obtener casi cualquier dato que queramos (siempre que tengamos los demás datos). Por ejemplo, en base al cálculo de presión:

$$M = \frac{p \cdot P \cdot M}{R \cdot T}$$

### **Mezclas de gases**

Cuando se tienen dos o más gases mezclados (en el mismo recipiente) sus presiones individuales pueden sumarse para averiguar la presión total del compuesto nuevo. También es posible descubrir la presión parcial de uno de los gases, con más ecuaciones.

Presión total	Presión parcial
$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots P_n$	$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$
Donde $n$ es la cantidad de gases.	Donde $n_T$ es la cantidad total de dicho gas en la mezcla.

Dentro de las mezclas de gases también existe la fracción molar, que es la relación entre la cantidad de moléculas de un gas y la cantidad total de moléculas. A menos que solo haya un gas, el resultado siempre debe ser menor a uno, ya que de haber más de un gas habrá una diferencia de cantidad entre los mismos. A su vez, en base a este número podemos averiguar la presión parcial de dicho gas.

Fracción molar	Presión parcial
$X_a = \frac{n_a}{n_T}$	$P_a = X_a \cdot P_T$
Donde $n_a$ es la cantidad del gas A, y $n_T$ la cantidad total de gas.	Donde $X_a$ es la fracción molar y $P_T$ es la presión total.

## Reacciones Químicas

### Ecuaciones químicas y su balance

A la hora de hacer u observar distintas reacciones químicas uno cómo científico deberá analizar los compuestos iniciales (también llamados reactivos) y los compuestos finales (o los productos). En todas las reacciones químicas, los reactivos y los productos siempre tienen la misma masa, y existe siempre la misma cantidad de los mismos tipos de elementos al final y al comienzo. Es imposible que aparezcan nuevos elementos o desaparezcan los antecesores. Por estas mismas razones, existe el balanceo de ecuaciones químicas.

Las ecuaciones químicas son representaciones escritas de las reacciones químicas. Muestran por un lado los reactivos (los compuestos y elementos iniciales) y por el otro los productos, ambos separados por una flecha que indica hacia dónde surgió el cambio. Por ejemplo:

Reactivos	Productos
$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$	

Las reacciones químicas se separan en dos tipos. Las reacciones de tipo 1 son las que los números de oxidación de los elementos presentes no cambian, se mantienen constantes. En cambio, las reacciones de tipo 2 son las que poseen al menos un cambio en los números de oxidación de los elementos presentes. Las reacciones de tipo 2, a su vez, se dividen en dos subtipos: las reacciones en vía seca y en vía húmeda. Las de vía húmeda son las que poseen en la reacción (o bien, en los reactivos o bien, en los productos)  $H_2O$ . Por el contrario, las reacciones de vía seca son aquellas que se ven ausentes de agua.

A la hora de balancear las reacciones químicas es necesario saber los números de oxidación presentes en la misma y, de tener, si esta posee oxidación o reducción en sus compuestos. La oxidación es la pérdida de electrones de algún elemento entre los reactivos, e implica que entre los productos el elemento aumentó su número de oxidación. La reducción, por otro lado, es la disminución del número de oxidación, por ende hace referencia a la ganancia de electrones en un elemento.

### Método del número de oxidación

Un método para comprobar el balance en una reacción química (que no posea  $H_2O$ ) es el de los números de oxidación. Este consiste en distintos pasos que iremos explicando a continuación.

1. Determinar los números de oxidación presentes en todos los elementos de la reacción. Este generalmente está representado con su signo y encima del elemento.

2. Identificar los distintos cambios en los números, es decir, buscar oxidación o reducción entre los reactivos y los productos.
3. Realizar distintas ecuaciones químicas para cada elemento y sus distintos números de oxidación. Para balancear estas “pequeñas” reacciones es posible agregar cantidad de átomos (supongamos que de un lado tenemos 2 hidrógenos y del otro 1; podríamos agregarle uno al lado donde falta, para compensar). Y a su vez, para compensar los cambios de las cargas, es posible agregar o restar electrones (por ejemplo, si tenemos de un lado un azufre con -2 de oxidación, y del otro un azufre con 3, podríamos sumarle al primer azufre 5 electrones, para compensar el cambio de carga).
4. Es necesario verificar que la cantidad que se suma o se resta de electrones de un lado, sea igual a la cantidad que se suma o se resta del otro lado.
5. Agregar todas las pequeñas ecuaciones químicas en una sola, volviendo al problema inicial pero con los cambios hechos en los pasos anteriores.
6. Igualar la ecuación de ser necesario algún cambio extra.
7. Verificar que los números que agregamos sean siempre enteros y que, siempre, sean los menores posibles.

### **Método del ion-electrón**

En el caso de poseer  $H_2O$  lo normal es utilizar este otro método, el del ion-electrón. Cabe resaltar que algunos pasos del procedimiento cambian según se esté trabajando con un ácido o una base.

1. Ionizar a los electrolitos (ácidos, bases o sales). Ionizar consiste en agregar o quitar electrones para cambiar la carga, y este proceso no resulta necesario en las especies como el agua, los gases, el peróxido de hidrógeno, las especies poco solubles o los óxidos de no metales. Tampoco es necesario ionizar los electrolitos débiles, ya que complicaría el balance.
2. Identificar el medio en el que ocurre la reacción:
  - Medio ácido: Son las reacciones en las que interviene uno o más ácidos. En este caso, es posible usar  $H^+$ ,  $H_2O$  o electrones para balancear la reacción.
  - Medio básico: Son las reacciones en las que intervienen iones hidróxido. Para balancearlas, es posible usar  $OH^-$ ,  $H_2O$  o electrones.
3. Identificar los números de oxidación de los elementos y compuestos presentes.
4. Identificar las especies donde existan cambios en sus números de oxidación.
5. Plantear las semiecuaciones o versiones pequeñas de las ecuaciones químicas entre los elementos que presenten cambios en sus números de oxidación.
6. Efectuar el balance eléctrico (el de números de oxidación).

7. Efectuar el balance de masas entre oxígeno e hidrógeno, teniendo lo siguiente en cuenta:
- En medio ácido:
    1. La diferencia de oxígenos que hay entre los reactivos y los productos es igual a la cantidad de moléculas de agua que se deberán agregar al lado que posea menos oxígenos.
    2. La cantidad de hidrógenos agregados en el paso anterior es igual a la cantidad de iones hidrógeno ( $H^+$ ) que se deberán agregar del otro lado de la flecha. En caso de haber hidrógeno de ambos lados, se hace una resta entre ambos, y se coloca esa cantidad de  $H^+$  donde haya menos hidrógeno.
  - En medio básico:
    1. La diferencia de oxígenos que hay entre los reactivos y los productos es igual a la cantidad de moléculas de agua que se deberán agregar al lado que posea menos oxígenos, y del lado opuesto se agregara  $OH^-$ , pero el doble.
    2. La diferencia entre los hidrógenos que hay entre los reactivos y los productos es igual a la cantidad de iones hidrógeno que se deberán agregar al lado que posea más hidrógenos, y del otro lado se coloca la misma cantidad de moléculas de agua.
8. Los números de electrones sumados o restados de ambos lados debe ser igual. En caso de ser distintos, multiplicar las semiecuaciones por el mínimo número posible de modo que ambas cantidades de electrones permanezcan iguales.
9. Igualar la ecuación global haciendo ligeros cambios necesarios para los elementos que no cambian su número de oxidación.



---

## **Cálculos estequiométricos**

### **La estequiometría**

Los cálculos estequiométricos hacen referencia a una serie de reglas de tres usadas en las reacciones químicas, para averiguar la masa de los reactivos y la de los productos y verificar si esta coincide.

Por ejemplo, si poseemos 45 gr de una mezcla, y sabemos cómo se comporta si tuviésemos 100 gr, usando una serie de reglas de tres podríamos averiguar con cuánta masa de productos terminaríamos. Esto también aplica para cuando solo se saben la cantidad y el peso de los moles de las moléculas (o átomos) que forman parte de la mezcla.

### **La pureza**

En realidad los elementos no son 100% puros. Esto significa que en cierto volumen de un átomo o una molécula no existe un 100% de esa molécula o átomo, sino que es una porción de eso y el resto le llamamos impurezas. Este concepto de pureza se utiliza a la hora de ver reacciones químicas, ya que la masa “real” de una molécula o un átomo consiste en ese porcentaje de pureza y el resto son solo elementos que no nos interesa calcular.

### **Reactivo limitante**

Hay casos en los que, al mezclar dos o más compuestos, uno de los reactivos puestos en juego va a sobrar, y en lugar de usar todo de lo que disponemos solo usaremos una porción. Esa porción aparece por lo que llamamos reactivo limitante, el cual es el reactivo del que menos masa poseemos para que la mezcla siga funcionando cómo debe.

Por ejemplo, cada 2 moles de  $F_2$  y 2 moles de  $H_2O$  se pueden producir 4 moles de  $HF$  y 1 mol de  $O_2$ . Ahora, si poseemos 47,5 gramos de  $F_2$  y 30 mL de  $H_2O$  estamos sobrados de agua, ya que los 47,5 gramos de  $F_2$  solo pueden reaccionar con hasta 22,5 mL de  $H_2O$ , por lo que estaría limitándose el uso del agua.

### **Rendimiento**

Por último, el rendimiento es un porcentaje que nos dice cuanto de los compuestos esperados vamos a recibir de la mezcla real. Podemos verlo cómo algo parecido a la pureza, pero en este caso lo que calculamos son solo los productos, y comparamos solo los esperados y los obtenidos realmente.

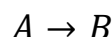
Por ejemplo, si tras una mezcla se espera obtener 2,5 moles de un compuesto, pero nuestro rendimiento es del 85%, haríamos una regla de tres. Tras hacerla, nos daremos cuenta que no obtenemos 2,5 moles, en su defecto conseguimos 2,13 (redondeado).

---

## La cinética química

### Cinética química

Esta rama de la química estudia el tiempo que lleva que una determinada reacción química haga su efecto, o la llamada también *velocidad de reacción*. Es decir, cuanto tardan en consumirse los reactivos y transformarse en los productos. Tomemos un ejemplo:

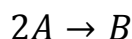


La velocidad en la que los reactivos van a disminuir y la velocidad en la que los productos se van a ir generando se puede definir de la siguiente manera:

$$\frac{\Delta A}{\Delta t} \text{ o } \frac{\Delta B}{\Delta t}$$

Donde t es el tiempo transcurrido y A y B son los cambios en las respectivas concentraciones de la reacción.

Estas dos cuentas suelen ser proporcionales, ya que lo que se pierde en A, se gana en B, habitualmente. Esto solo funciona en reacciones del tipo 1:1, es decir, existe la misma cantidad de reactivos que de productos. Este no será siempre el caso, por ejemplo:



En este caso cada 2 A, vamos a obtener 1 B, por lo que la ecuación de antes fallaría, aunque esto tiene solución. La fórmula real para la velocidad de una reacción es:

$$Velocidad = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta A}{\Delta t} \text{ o } -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta B}{\Delta t}$$

Donde a es la cantidad de reactivos y b es la cantidad de productos. El signo negativo en las fracciones compensa los resultados que sean negativos de la división, ya que en realidad los únicos números que nos sirven son los positivos.

Existe una constante llamada constante de velocidad y simbolizada con una k, la cual es el resultado entre la división de la velocidad de la reacción y la concentración de los reactivos.

$$k = \frac{\text{velocidad}}{[\text{reactivos}]}$$

Sabiendo esta constante se puede averiguar la velocidad de reacción, con esta cuenta:

$$\text{Velocidad} = k [A]^x [B]^y$$

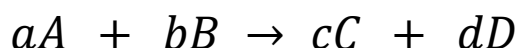
Los valores de x e y son valores que se averiguan de manera experimental, es decir, con prueba y error.

En las reacciones con varios pasos o distintas reacciones sucediéndose, se dice que su velocidad es igual a la velocidad de reacción de la reacción más lenta que haya.

### **Equilibrio químico**

Este fenómeno consiste en un estado de reacción en el que ocurren cambios microscópicos pero no son detectables de manera macroscópica. Es decir, se da la reacción esperada y su equivalente inverso, por lo que no se pasa de reactivos a productos, existiendo un equilibrio entre ambos. Lógicamente, para que esto suceda es necesario que participen todas las partes del reactivo y las del producto, ya que de perder una no estaríamos hablando de un sistema en equilibrio.

Sigamos un ejemplo:



La ecuación de velocidad al momento cero de la reacción sólo contendrá a A y a B, ya que al ser el momento cero todavía la mezcla no se ha iniciado. Lo mismo pasará a la inversa, al momento final de la mezcla deberíamos poseer únicamente C y D.

Cuando se logre que las velocidades de los reactivos y la de los productos sean iguales, y esto no cambie con el tiempo, habremos encontrado el equilibrio químico de esa mezcla. La constante del equilibrio de la reacción (k) es posible de hallar en base a la siguiente fórmula:

$$k_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Los datos de los compuestos se expresan en molaridad (mol/L).

Especificamos con  $K_c$ , porque podemos hablar de la constante de los reactivos o de los productos, por lo que la  $c$  representa a la reacción, siendo  $K_c$  la constante de equilibrio de la reacción completa.

Las concentraciones de los sólidos y de los líquidos son constantes, por lo que no se expresan en estas fórmulas. Por ejemplo, si en el caso anterior  $C$  fuera un líquido, la fórmula permanece igual a excepción de que se le retiraría la  $C$ , ya que no es necesaria su presencia.

### **Dirección de una reacción**

En caso de no estar frente a una reacción que alcanzó un estado de equilibrio, al aplicar la fórmula de  $k$ , no obtendremos  $k$  (ya que esta es una constante de equilibrio). En este caso el dato que la ecuación nos da es el cociente de reacción, o  $Q_c$ . La fórmula sigue siendo exactamente la misma, y probablemente el pedido que nos hagan sea alcanzar el equilibrio, por lo que nos darán el dato de  $K$  y tendremos que compararlo con  $Q$ .

Al comparar estos resultados pueden suceder tres cosas: que sean iguales, o que  $Q$  sea mayor o menor que  $K$ .

<b><math>Q = K</math></b>	<b><math>Q &gt; K</math></b>	<b><math>Q &lt; K</math></b>
En este caso estaremos frente al equilibrio de la ecuación.	En este caso deberemos disminuir $Q$ , y para hacer eso habría que aumentar la concentración de reactivos. La dirección de la reacción va de los reactivos a los productos.	En este caso deberemos aumentar $Q$ , y para hacer eso habría que aumentar la concentración de productos. La dirección de la reacción va de los productos a los reactivos.

Ahora bien, la cuestión está en el cómo nosotros haremos esos cambios de equilibrio en la mezcla. Para lograrlo, somos capaces de alterar la presión, el volumen, la temperatura y la concentración, siguiendo la fórmula vista en la unidad 6 de esta materia.

Existe un principio en la química conocido como principio de Le Chatellier, el cual dice que si a un sistema en equilibrio, se le aplica una perturbación este responderá de manera inversa intentando recuperar su estado de equilibrio. Se le considera una perturbación a los cambios en los datos antes mencionados (presión, volumen, temperatura y concentración).

Una manera sencilla de verlo es con el ejemplo de la presión y el volumen en la unidad 6. Allí explicamos cómo al aumentar el volumen de un gas, su presión disminuye, y viceversa. Esa es la naturaleza respondiendo de manera inversa a nuestra perturbación para recuperar su equilibrio.

La presión, la concentración y el volumen pueden alterar la posición de la constante de equilibrio de una mezcla, pero no su valor. Para alterar su valor es necesario alterar la temperatura a la que se encuentra la reacción.

---

## **Acidos y bases**

### **Acidos y bases de Brønsted-Lowry**

El científico Brønsted dio una definición de ácidos y bases, explicando que son sustancias que, respectivamente, pueden ceder o aceptar protones. Una adición a esta teoría es la de los ácidos conjugados y las bases conjugadas.

Una base conjugada se forma cuando una sustancia ácida pierde un protón. Y los ácidos conjugados aparecen cuando una base gana un protón.

### **El caso especial del agua**

El agua es un electrolito débil, y sufre una pequeña ionización, pero para determinar su acidez o si es una base se utilizan otros métodos. En este caso, la ionización del agua nos deja con dos sustancias:  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$ .

Una vez obtenido esto, podemos determinar si lo que tenemos es un ácido, una base, o una especie neutra.

- Si la concentración molar de ambas sustancias son iguales ( $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^-$ ), decimos que la especie es neutra.
- Hablamos de una solución ácida cuando poseemos más  $\text{H}_3\text{O}^+$  que  $\text{OH}^-$ .
- Por último, si la balanza de la concentración se inclina por el  $\text{OH}^-$  estamos ante una base.

### **El pH**

Cómo las concentraciones molares son números extremadamente pequeños, el científico Soren Sørensen desarrolló otra manera de medir la acidez de los iones del agua: el pH y el pOH. Estas medidas son inversamente proporcionales, y la suma de ambos siempre da 14 (siendo, en el estado neutro, el hecho de que ambos datos son 7).

El cálculo de estos datos son el logaritmo negativo de la concentración del  $\text{H}_3\text{O}^+$  (pH) y del  $\text{OH}^-$  (pOH). Ambos se escriben en moles por Litro.

Las reglas son inversas a las antes vistas. Cuando el pH es menor, estamos hablando de un ácido. Por el contrario, cuando es mayor, hablamos de una base. Y cómo dijimos antes, de ser iguales, es una especie neutra.

### **Fuerza de los ácidos y las bases**

Dentro del mundo de los ácidos y las bases existen los ácidos fuertes y débiles, y las bases fuertes y débiles. Las sustancias fuertes son electrolitos fuertes, por lo que se ionizan por completo en el agua y son procesos *irreversibles*. Las sustancias débiles, por otro lado, son las que se ionizan parcialmente en agua, y si son reversibles.

Todas las sustancias resultantes de tanto fuertes como débiles terminan en estado acuoso.

La mayoría de los ácidos inorgánicos son ácidos fuertes. Los ácidos carboxílicos o el ácido nitroso son ejemplos, por otro lado, de ácidos débiles.

Las bases fuertes, en cambio, son los hidróxidos del grupo uno de la tabla periódica y algunos de los metales alcalinos del grupo dos. Las bases débiles pueden ser amoniacos, aminas y amidas, por nombrar algunos.

### **Constante de ionización de ácidos y bases débiles**

En los ácidos débiles y las bases débiles existe lo que se llama constante de ionización, la cual se calcula como el resto de constantes. Es decir, la concentración molar de los productos sobre la concentración molar de los reactivos. Mientras mayor sea esa constante, mayor será la constante de los iones ( $\text{H}_3\text{O}^+$  en el caso de los ácidos, y  $\text{OH}^-$  en el caso de las bases).